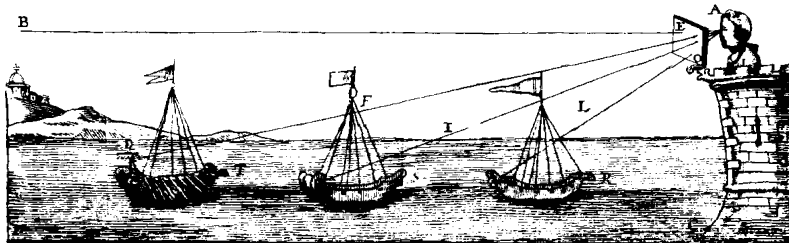


INVESTIGACIÓN DIDÁCTICA



DIFICULTADES CONCEPTUALES Y EPISTEMOLÓGICAS DEL PROFESORADO EN LA ENSEÑANZA DE LOS CONCEPTOS DE *CANTIDAD DE SUSTANCIA Y DE MOL*

FURIÓ, CARLES¹, AZCONA, RAFAEL² y GUIASOLA, JENARO³

¹ Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales. Universidad de Valencia.

² Instituto de Enseñanza Secundaria Talaia. Hondarribia. Guipúzcoa.

³ Departamento de Física Aplicada I. Universidad del País Vasco.

SUMMARY

In this work we describe the origin and evolution of the meaning of «amount of substance» and mole concepts considering the contributions made by the History of Chemistry. Moreover, we state the serious disagreement on these concepts between Chemistry teachers' present thought and the recommendations of the international scientific community. We also draw attention to the didactic implications these epistemological difficulties may have for the teaching of Chemistry.

INTRODUCCIÓN

Numerosos trabajos de investigación publicados durante las últimas décadas en revistas especializadas en

didáctica de las ciencias han mostrado una creciente preocupación en torno a la enseñanza-aprendizaje del

concepto de *mol* (Dierks, 1981; Lazonby et al., 1982; Nelson, 1991; Staver y Lumpe, 1993; Tüllberg et al., 1994). Se trata, por tanto, de un problema relevante y de plena actualidad, debido no sólo a las repercusiones que puede tener en la enseñanza y aprendizaje de este concepto, sino también a sus consecuencias respecto a la resolución de problemas de estequiometría (Schmidt, 1990 y 1994; Dori y Hameiri, 1998). El problema a considerar resulta de mayor gravedad que la ya apuntada si tenemos en cuenta que, en la actualidad, el mol es considerado por la comunidad científica como unidad de una de las siete magnitudes físicas fundamentales (la «cantidad de sustancia») y que ésta, como la propia IUPAC (Mills et al., 1993) y otros trabajos han puesto de manifiesto (Furió et al., 1993; Strömdahl, 1994; Azcona, 1997b), no tiene un claro significado para el profesorado.

En relación con las repercusiones didácticas, Gabel y Bunce (1994) indican que «debido a que el mol es un concepto inventado por los científicos como ayuda en los cálculos de química, las concepciones de los estudiantes, al respecto, difícilmente podrían ser consideradas como concepciones intuitivas. Surgen a causa de la instrucción insuficiente o de estrategias de enseñanza inadecuadas». En este sentido, si en la enseñanza resulta confuso el concepto y además se hacen transposiciones erróneas del significado de la magnitud «cantidad de sustancia», es muy plausible que existan incomprensiones y errores conceptuales en el aprendizaje.

En este trabajo se pretende indagar, a la luz de las aportaciones de la historia de la ciencia, las causas de que sean tan pobremente comprendidos estos conceptos por los estudiantes, planteándose, a modo de hipótesis, que esto tiene que ver con el desconocimiento, por parte del profesorado, del origen y la evolución experimentados por el significado de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*. Tres son los interrogantes principales a los que pretendemos responder en relación con el problema planteado:

- 1) ¿Qué ideas tiene el profesorado de química de bachillerato sobre los conceptos de *cantidad de sustancia* y su unidad el *mol*?
- 2) ¿En qué medida el pensamiento del profesorado respecto de estos conceptos es acorde con el significado que les atribuye actualmente la comunidad química internacional expresado en las recomendaciones de la IUPAC?
- 3) ¿Existe alguna relación entre las dificultades de comprensión de estos conceptos en el profesorado y su desconocimiento de los problemas habidos en la construcción histórica de estos conocimientos?

Las respuestas a estos interrogantes, en relación con el problema planteado, tienen una indudable importancia didáctica, ya que, si se confirma nuestra suposición, ello implicaría que el profesorado de química no tendría un significado claro de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*, con las graves consecuencias que esto implica desde el punto de vista del aprendizaje.

ORIGEN Y EVOLUCIÓN DE LOS CONCEPTOS DE CANTIDAD DE SUSTANCIA Y DE MOL

Comprender un concepto científico no consiste solamente en conocer el significado preciso de su definición, es necesario saber más (Furió y Guisasola, 1998). Es necesario conocer en qué contexto surge, con qué otros conceptos se relaciona y se diferencia, en qué condiciones sociohistóricas se formó, qué cambios ha sufrido, etc. En efecto, un concepto se idea como una hipótesis que trata de solucionar un problema de la teoría y, por ello, su campo de validez depende no sólo del propio concepto sino también de la teoría en la que se ha formado. Los epistemólogos están de acuerdo en aceptar que las teorías y los conceptos sufren cambios históricos que pueden ser, a veces, graduales (Toulmin, 1972) y, otras veces, más radicales. En este último caso se considera que un cambio paradigmático implica, incluso, la imposibilidad de comparar el concepto nuevo con el viejo (Kuhn, 1962). En cualquier caso, el análisis de los cambios que se producen en un concepto puede hacerse estudiando el contexto de investigación en el que fue construido y ver si ese marco teórico inicial ha cambiado o no posteriormente. Eso es lo que haremos, a continuación, en el caso de la magnitud *cantidad de sustancia* y su unidad, el *mol*.

En la formación de estos conceptos conviene, de entrada, destacar una anomalía epistemológica: primero se ideó la unidad *mol* por Ostwald, en 1900, y con posterioridad la comunidad científica introdujo la magnitud *cantidad de sustancia* (1961). Por tanto, retrocederemos al siglo XIX para recordar en qué teorías y en qué condiciones sociohistóricas se introdujeron y si, en lo que va de siglo XX, se ha producido algún cambio en el marco teórico. Comenzaremos por el primero de los conceptos que se inventó: el *mol*.

Origen histórico del concepto de *mol*

Es bien sabido, en la historia de la química, que Ostwald (1900) ideó el concepto de *mol* debido precisamente a su escepticismo sobre la hipótesis atómica, si bien la aceptó más tarde, en 1908 (Thuillier, 1990). En efecto, esta actitud escéptica puede constatarse en el fragmento de su obra original *Grundlinien der Anorganischen Chemie*, que se transcribe a continuación:

«En la medida aquí indicada, la hipótesis atómica se ha mostrado como un recurso muy eficaz para el aprendizaje y la investigación, ya que facilita enormemente la concepción y la utilización de las leyes generales. Sin embargo, uno no debe dejarse seducir por esa correspondencia entre imagen y realidad confundíendolas [...]. En la medida en que hasta ahora han sido tratadas las relaciones de los procesos químicos, parece como si las sustancias estuvieran compuestas, en el sentido expuesto, de átomos. De ello resulta, en el mejor de los casos, la posibilidad de que lo estén realmente, pero no la seguridad; pues no se puede demostrar que las leyes de la unión química no puedan inferirse en su totalidad a partir de un supuesto completamente diferente. No es

preciso renunciar a la utilidad de la hipótesis atómica si se tiene presente que es una ejemplificación de las relaciones reales bajo una imagen funcional y fácil de manejar, pero que de ninguna manera debe ser puesta en lugar de las auténticas relaciones. Hay que estar siempre preparado a que la realidad, tarde o temprano, se comporte alguna vez de forma diferente a como se espera de esa imagen.» (Ostwald, 1900, p. 155)

Por lo que respecta a la opinión de Ostwald sobre la hipótesis molecular, la propia terminología empleada nos confirma lo anterior:

«La hipótesis molecular guarda con respecto al concepto de *peso normal* presentado anteriormente (p. 92 y 148), con motivo de la ley de Gay-Lussac, la misma relación que la hipótesis atómica con respecto al concepto de *peso de unión*, y el peso normal aparece a la luz de la hipótesis como el peso relativo de una molécula o como el peso molecular.»

«El nombre de *peso molecular* se utiliza generalmente para el concepto de *peso normal* expuesto anteriormente. Puede utilizarse también independientemente de la hipótesis en que se fundamenta si se tiene presente que expresa una proporción real, a saber, la densidad de los gases.

«La misma hipótesis desarrollada fue establecida casi al mismo tiempo en 1811 por Avogadro y en 1812 por Ampère. A la suposición de que en un mismo volumen de gas estén contenidas otras tantas moléculas, se le suele denominar la ley de Avogadro. Esto es engañoso, pues una hipótesis no puede ser nunca una ley. Se le puede llamar el postulado de Avogadro. La ley que sirve de base a estas consideraciones es la de las relaciones de volumen en las reacciones entre gases, descubierta por Gay-Lussac.» (Ostwald, 1900, pp. 156-157)

En cuanto al contexto investigativo en el que se introduce el concepto de *mol* (Ostwald, 1900), recordamos que el autor trata de averiguar la fórmula química del agua oxigenada, para lo cual pretende determinar el «peso normal» de esta sustancia mediante la proporcionalidad entre la disminución del punto de congelación y la concentración en disoluciones acuosas de dicho compuesto. En este contexto, Ostwald utiliza repetidas veces el término *cantidad de sustancia* identificado como masa y a continuación, define el mol de la siguiente manera:

«Así, se ha constatado que, si se diluye un mol (el peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora *mol*) de cualquier sustancia en 1 litro o 1000 g de agua, la disolución resultante congela a $-1,850^{\circ}$.» (Ostwald, 1900, p. 163)

Para poder entender la terminología que utiliza Ostwald en estos trabajos, así como su escepticismo sobre la teoría atómico-molecular, debemos situarnos en el contexto sociohistórico de aquella época y, en particular, recordar la fuerte polémica existente entre *equivalentistas* y *atomistas* durante todo el siglo xx (Azcona, 1997a).

Veamos lo que dicen algunos historiadores de la ciencia al respecto:

«Las reticencias de Ostwald, históricamente, no tienen nada de excepcional. Hace solamente un centenar de años, los átomos aún suscitaban violentos debates.» (Thuiller 1990, p. 343).

«Los últimos treinta años del siglo xix fueron una época en la que tuvieron lugar encarnizados debates sobre la existencia o no de los átomos.» (Hudson 1992, p. 208)

No podemos olvidar que, por influencia de la obra de Newton, se buscaba una «matematización» de la química que permitiera poner a esta ciencia en un plano de igualdad con la física del siglo xviii. En este sentido, Hudson (1992, p. 78) comenta que:

«[...] J. Richter (1762-1807) estaba obsesionado en obtener relaciones matemáticas en química y contribuyó a establecer el concepto de *equivalente* o *peso de combinación*.»

Así pues, se puede señalar que los problemas fundamentales en el contexto de la química a finales del siglo xviii eran determinar la composición en peso de las sustancias compuestas y el cálculo cuantitativo de las proporciones en peso con que se combinan las sustancias en las reacciones químicas. La máxima expresión teórica del paradigma equivalentista de la química del siglo xix se alcanza con la ley de las proporciones definidas de Proust (1799), según la cual, cuando se combinan elementos para formar un compuesto, lo hacen en una relación específica de sus pesos (masas) respectivos. A partir de aquí se calculan las masas equivalentes de los elementos y las de los compuestos, como suma de las masas equivalentes de los elementos que entran en su composición. Con ello se podía resolver cualquier problema relacionado con la estequiometría sin necesidad de recurrir a interpretaciones de tipo atomista. Por otra parte, se conseguía el otro gran objetivo de los químicos de la época: equiparar la química, en cuanto a «rigor matemático», con la física.

Una muestra de las controvertidas opiniones expresadas por relevantes equivalentistas y atomistas es referida por Brock (1967), en su interesante trabajo sobre los debates atómicos de la época. Thuillier (1990) también se refiere al citado debate y a las fuertes reticencias para aceptar la hipótesis daltoniana durante el siglo xix:

«Si estuviera en mis manos, borraría la palabra *átomo* de la ciencia, persuadido de que va más allá de la experiencia.» (Dumas, 1837)

«Los átomos son aún más increíbles que el flogisto [...] La teoría atómica no tiene ninguna base experimental.» (Mills, 1871)

A partir de su hipótesis atómica, Dalton explica la constitución de las sustancias simples y compuestas, así como el significado de reacción química y las leyes de la conservación de la masa y de las proporciones constan-

tes. Desde este punto de vista, la masa de una sustancia viene dada en función del número de entidades elementales que contiene y de la masa de cada una de ellas ($m = N \cdot m_a$). En este sentido, al explicar la formación de una sustancia binaria AB a partir de los elementos A y B , supone que la proporción en masa $m(A)/m(B)$ se puede expresar en función de la proporción del número de entidades elementales respectivas $N(A)/N(B)$ y de la proporción de las masas de las entidades $m_a(A)/m_a(B)$ como:

$$m(A)/m(B) = N(A)/N(B) \cdot m_a(A)/m_a(B)$$

Dalton optó por suponer que, si sólo se conocía un único compuesto formado por A y B , su composición atómica debería ser la más sencilla, AB (regla de la máxima simplicidad). De ahí se deriva que $N(A)/N(B)$ es 1 y, por tanto, a partir de los datos experimentales $m(A)/m(B)$ se pueden medir las masas atómicas.

La ley de Gay-Lussac (1809) sobre los volúmenes de combinación –no asumida por Dalton– y la interpretación de la misma mediante la hipótesis molecular que posteriormente hace Avogadro (1811) fueron contribuciones muy importantes al desarrollo de la química atomista. Sin embargo, la hipótesis molecular, que no fue compartida por químicos de la talla de Dalton, Berzelius y Dumas (Leicester, 1967), permaneció postergada hasta que, en el Congreso de Karlsruhe (1860), Cannizaro abogara por su aceptación.

Aún a comienzos del siglo xx la hipótesis atómica seguía siendo cuestionada por el propio Ostwald, como lo pone de manifiesto él mismo en la Conferencia Faraday, pronunciada el 19 de abril de 1904. En efecto, ante la cuestión de cuáles son los logros más importantes de la química de la época, Ostwald responde:

«[...] es posible deducir todas las leyes estequiométricas (ley de las proporciones constantes, ley de las proporciones múltiples y ley de los pesos de combinación) a partir de los principios de la dinámica química, lo cual hace innecesaria para este propósito la hipótesis atómica, poniendo la teoría de las leyes estequiométricas sobre base más segura que la proporcionada por una mera hipótesis.» (Ostwald, citado por Knight, 1968, pp. 508 y 509)

Entre los presupuestos teóricos asumidos por Ostwald se resalta su adscripción al paradigma equivalentista, al mostrar claramente sus serias dudas respecto a la hipótesis atómica de Dalton y, sobre todo, hacia la hipótesis molecular de Avogadro. Pone en entredicho la idea de molécula y la de molécula-gramo, empleadas por sus contemporáneos atomistas, siendo reticente a utilizar *peso molecular* y en su lugar utiliza la terminología richteriana (*peso normal* en lugar de *peso molecular*, *peso de unión* en vez de *peso atómico*, etc.). Las reticencias de Ostwald se pueden observar, incluso bien entrando el siglo xx , en fragmentos de una obra suya de divulgación didáctica de la química como el que transcribimos a continuación:

«[...] el *peso atómico del clorhídrico** es de $1,01 + 35,46 = 36,47$ para todas las reacciones que se pueden realizar con él.» (Ostwald 1930, p. 232)

»Alumno: «Cada elemento tiene un peso atómico, y *los pesos atómicos de los compuestos** son la suma de los pesos atómicos de sus elementos.»

»Profesor: «Cierto.» (Ostwald 1930, p. 234)

(*) Cursiva de los autores del artículo.

Es en este contexto de no-aceptación de la hipótesis atómico-molecular en el que Ostwald (1900) introduce y define de forma ontológica el concepto de *mol*, como «peso normal o molecular expresado en gramos», identificándolo, por tanto, con la *magnitud masa*. Esta interpretación es coherente con el paradigma equivalentista del siglo anterior del que participa el propio Ostwald y, así, se opone a la interpretación de las reacciones químicas basada en las hipótesis de Dalton y Avogadro. A este respecto, Nelson (1991) apunta que la terminología ideada por Ostwald favorecía su propósito, ya que la palabra *mol* significa en latín «masa grande» (mole), opuesto a «molécula» (masa pequeña), resultando de este modo que el mol tiene el significado de una masa química.

Es muy interesante constatar que tanto en la versión inglesa (Ostwald, 1902) como en la francesa (Ostwald, 1904) y en la española (Ostwald, 1917) de la obra original de Ostwald anteriormente citada, los respectivos traductores (Findley, de la obra inglesa; Lazard, de la francesa y García, de la española) «corrigen» al autor utilizando *peso molar* en lugar de *peso normal*. Esta «alteración terminológica» se mantiene también a lo largo del texto. Así, en la traducción inglesa, al definir el mol se dice:

«Así se ha establecido que cuando una molécula-gramo o un mol (el peso molar o molecular de una sustancia expresado en gramos) de cualquier sustancia se disuelve en un litro o 1.000 g de agua, la disolución resultante congela a $-1,850^\circ$ [...]» (Ostwald, 1902, p. 156, traducción de los autores).

Mientras que en la traducción francesa expresa en el mismo párrafo:

«Se ha establecido que, cuando se diluye en 1 litro, o 1.000 g de agua, 1 mol de una materia cualquiera (llamado *molécula-gramo* o abreviadamente *mol*, como lo denominaremos de aquí en adelante, al peso molar expresado en gramos), la disolución así formada congela a $-1,850^\circ$ [...]» (Ostwald, 1904, p. 186, traducción de los autores).

En la traducción española se indica:

«Se ha visto así que, cuando se disuelve en un litro o 1.000 g de agua un mol de una sustancia cualquiera (en adelante, denominaremos al peso molar de una materia, expresado en gramos, un *mol*), la disolución producida se congela a $-1,86^\circ$ [...]» (Ostwald 1917, p. 192)

La comparación de estas versiones con la original sirve para poner de manifiesto que la persistencia de Ostwald en utilizar el lenguaje equivalentista (*peso normal* en lugar de *peso molar*) no es asumida por sus contemporáneos de comienzos del siglo xx. En este sentido es de destacar que las versiones traducidas del texto original ya no utilizan los términos *peso normal* ni *peso de unión*.

Introducción de la magnitud *cantidad de sustancia* y definición actual de *mol*

Ya hemos expresado en el apartado anterior que Ostwald identificaba *cantidad de sustancia* con *peso* (masa), coherentemente con el paradigma equivalentista al que se adscribe. Pero volviendo al problema de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, la solución dada por la teoría atómico-molecular se basa en el significado de lo que es la reacción simbolizada en un esquema o ecuación química, en la que aparecen las fórmulas químicas de los átomos y moléculas de las sustancias que intervienen en la reacción. Según esto, las relaciones de pesos o masas de combinación derivan de las hipótesis subyacentes en el simbolismo utilizado, existiendo, por tanto, unas proporciones de combinación entre las partículas de los reactivos y productos de reacción, indicadas por los coeficientes que preceden a las fórmulas químicas. Si se conocen las masas de las partículas que intervienen en la reacción, es posible deducir las relaciones ponderales de combinación. La traducción a masa, expresada en gramos, de estas cantidades originó el siglo pasado la introducción de conceptos como *átomo-gramo*, *molécula-gramo* y *masa fórmula-gramo*. Con ello se trataba de hacer converger las visiones equivalentista y atomista sobre las reacciones químicas. También se introdujo el concepto de *peso* (masa) equivalente-gramo y se definió, como valencia o capacidad de combinación de un elemento, la relación entre peso atómico y peso equivalente.

El problema de las cantidades en los cambios químicos no se solucionaría, de forma definitiva, hasta la introducción de la magnitud *cantidad de sustancia* de la cual la unidad sería el *mol*. Eso tiene que ver con la consolidación de la teoría atómico molecular, ya que desde este punto de vista se centra más la atención en la relación entre cantidades de partículas que intervienen en la reacción que en los pesos de combinación. Ahora bien, la extrema pequeñez de las partículas dificulta la posibilidad de contarlas directamente en el nivel submicroscópico. De ahí que sea necesario introducir la *cantidad de sustancia* como nueva magnitud que hace posible contar en el nivel macroscópico las entidades elementales a partir de las masas o volúmenes de combinación de las sustancias reaccionantes. Por tanto, la introducción de la magnitud *cantidad de sustancia* obedece a razones de comodidad a la hora de contar entidades elementales.

Tal y como refiere Guggenheim (1986) en el texto *Thermodynamics. An Advanced Treatment for Chemists and Physicists* (la 1a. edición es de 1949), fue en 1961 cuando la *cantidad de sustancia* pasó a adquirir el rango de magnitud fundamental:

«En 1961 la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada (IUPAP) hizo las siguientes recomendaciones: En el campo de la química y de la física molecular, además de las magnitudes físicas definidas antes por la Conferencia General de Pesas y Medidas, también se considera como una magnitud básica la cantidad de sustancia. La unidad básica recomendada es el mol, símbolo: mol. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas moléculas (o iones, o átomos, o electrones, según sea el caso) como átomos hay en exactamente 12 gramos del núclido ^{12}C de carbono puro.» (Guggenheim, 1986, p. 3)

Siguiendo a la IUPAP, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) adoptó, en 1965, una recomendación casi idéntica:

«Un mol es una cantidad de sustancia de fórmula química especificada que contiene el mismo número de unidades fórmula (átomos, moléculas, iones, electrones, cuantos u otras entidades) como hay en 12 gramos (exactamente) del núclido puro ^{12}C .» (Guggenheim 1986, p. 3)

aceptándose que la *cantidad de sustancia* es una magnitud diferente a la masa.

Tal y como Dierks (1981) pone de manifiesto, las definiciones de *mol* han evolucionado y hacen referencia a la magnitud *cantidad de sustancia*, de la que es unidad. Así, en la definición de 1971, la xiv Conferencia Générale des Poids et Mesures (CGPM) precisa más sobre cuáles son estas entidades elementales:

«El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0,012 kilogramos de carbono-12. Cuando se utiliza el mol, las entidades elementales deben especificarse y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas, o grupos específicos de tales partículas.» (Mills et al., 1993, p. 70)

Actualmente la IUPAC (Mills et al., 1993) recomienda que se denomine *cantidad de sustancia* o *cantidad química* a esta magnitud que durante bastante tiempo ha sido utilizada sin un nombre propio, hablándose simplemente de *número de moles*. Por tanto, se trata de una de las siete magnitudes físicas fundamentales, diferenciándose claramente de *masa*, *volumen* y *número de partículas*.

Tomando como referencia la publicación de la IUPAC *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry* (Mills et al., 1993), la *cantidad de sustancia* (simbolizada *n*) se denomina también *cantidad química*, indicándose:

«La unidad SI de cantidad de sustancia es el mol. La magnitud física *cantidad de sustancia* no debería denominarse por más tiempo *número de moles*, así como la magnitud física *masa* no debería denominarse *número de kilogramos*. Los nombres de *cantidad de sustancia* y *cantidad química* pueden ser a menudo abreviados de forma útil con la palabra simple *cantidad*, particular-

mente en expresiones tales como *concentración de cantidad* y *cantidad de N_2* .» (Mills et al., 1993, p. 4)

Finalmente, en el apartado dedicado a cantidad de sustancia y especificación de entidades se hace referencia a la necesidad de indicar claramente el tipo de entidades elementales:

«La cantidad de sustancia es proporcional al número de entidades elementales especificadas de esa sustancia, siendo el factor de proporcionalidad el mismo para todas las sustancias y es el recíproco de la constante de Avogadro. Las entidades elementales pueden elegirse como convenga, no necesariamente como partículas individuales físicamente reales. Puesto que la cantidad de sustancia y todas las magnitudes físicas derivadas de ella dependen de esta elección, es esencial especificar las entidades para evitar ambigüedades.» (Mills et al., 1993, p. 46)

A partir de las recomendaciones anteriores se infiere la necesidad de distinguir claramente *cantidad de sustancia* (n), *masa* (m), *volumen* (V) y *número de entidades elementales* (N). En el esquema que aparece a continuación, se han indicado las correspondientes expresiones operativas que relacionan m , V y N (siendo M la masa molar, V_m el volumen molar y N_A la constante de Avogadro). La magnitud *cantidad de sustancia* se define de forma relacional con la masa, con el volumen o con el número de entidades elementales contenido en la sustan-

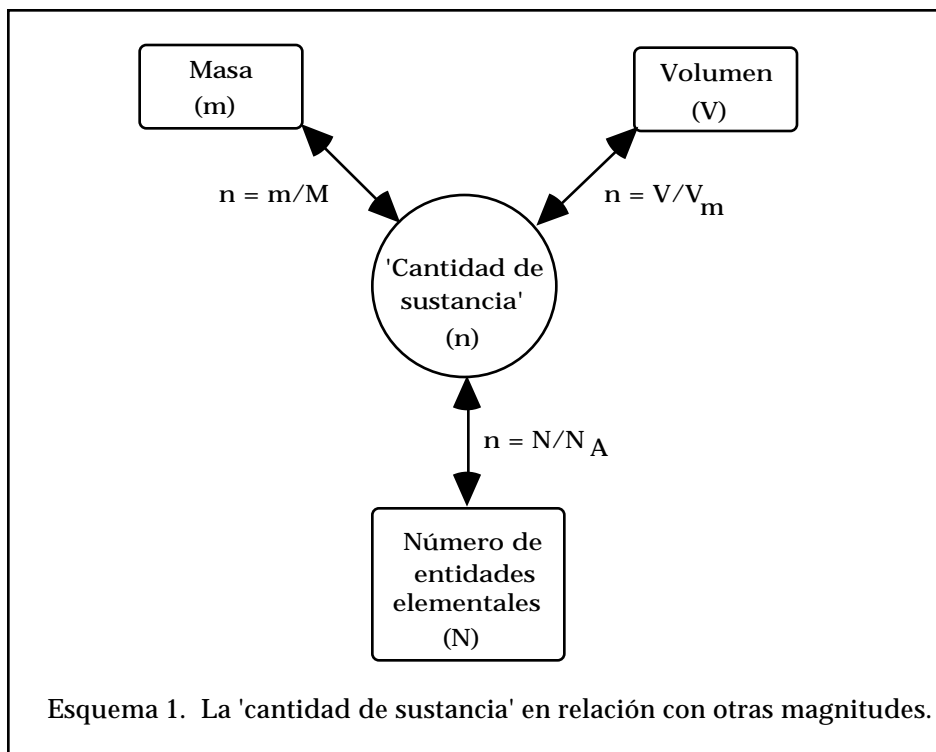
cia de que se trate, pero no se puede identificar con ninguno de dichos conceptos (Esquema 1).

Teniendo en cuenta las diferentes categorías referidas por Doménech y otros (1993) en las definiciones del concepto de *masa*, podemos establecer un paralelismo para los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*, objeto de estudio en este trabajo. La definición inicial de Ostwald (1900), en la que se identifica el mol con el peso normal o molecular de una sustancia expresados en gramos, podría considerarse desde esta perspectiva como una definición de tipo ontológico anclada en el equivalentismo richteriano donde se identifica *cantidad de sustancia* con *masa*. Las expresiones modernas de la magnitud *cantidad de sustancia*, desde la perspectiva filosófica apuntada, hacen referencia a nuevas definiciones de tipo funcional y relacional.

En efecto, al referirnos a la magnitud *cantidad de sustancia* como aquella que sirve para contar macroscópicamente entidades elementales, estamos indicando cuál es su carácter funcional (para qué se utiliza). Las definiciones operativas se expresan por medio de las relaciones con la masa, con el volumen o con el número de entidades elementales:

$$n = m/M \quad ; \quad n = V/V_m \quad ; \quad n = N/N_A$$

en las que se establecen las conexiones de n con m , V o N y que corresponderían a definiciones de tipo relacional



($n \propto m$, $n \propto V$ y $n \propto N$, respectivamente). En nuestro caso no se puede establecer una definición de tipo operacional (mediante un instrumento de medida directa de *cantidades de sustancia*), aunque sí se puede, por ejemplo, medir de forma indirecta por medio de una balanza.

En relación con el tema que nos ocupa hay otro aspecto que interesa resaltar. Actualmente la comunidad científica, a través de las publicaciones de la IUPAC, considera anacrónica la utilización del concepto de *equivalente* y de *normalidad* como forma de expresar la concentración de las disoluciones. Una prueba de ello es la ausencia de referencias al respecto en la reciente publicación ya citada. Esto nos puede hacer reflexionar sobre cómo surgen los conceptos en un determinado contexto teórico e histórico, cómo posteriormente evolucionan, y, llegado el caso, en una nueva situación, cómo pueden llegar a *desaparecer*. Tal es el caso del concepto de *peso equivalente*, que en un contexto teórico atomista no es necesario para solucionar el problema de la determinación de las proporciones en masa con que se combinan las sustancias en las reacciones químicas, y es sustituido por los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*. Esto último es consecuencia de la plena aceptación por parte de la comunidad científica de la teoría atómico-molecular para interpretar las reacciones químicas, es decir, es coherente con el cambio de marco teórico.

Como resumen de todo lo anterior, es interesante resaltar:

1) El concepto de *mol* es introducido por Ostwald, a principios de siglo, en un contexto en el que existe un gran escepticismo respecto a la hipótesis atómica de Dalton y en el que le atribuye un significado de peso (masa).

2) A la vista de lo anterior no resulta sorprendente, como posteriormente trataremos de mostrar en el análisis de textos de química, que también se atribuya a la magnitud *cantidad de sustancia* un significado de masa. Sin embargo actualmente la comunidad científica, a través de la IUPAC, atribuye a la cantidad de sustancia otro significado: es la unidad de la magnitud macroscópica que sirve para contar entidades elementales.

3) Históricamente, la introducción del concepto de *mol* ha precedido al de la *magnitud*, la *cantidad de sustancia* de la que es unidad. Este hecho unido a la evolución experimentada por su significado permite explicar el carácter controvertido de estos conceptos.

¿QUÉ IDEAS TIENE EL PROFESORADO SOBRE LOS CONCEPTOS DE CANTIDAD DE SUSTANCIA Y DE MOL?

La importancia del pensamiento del profesorado sobre estos conceptos será fundamental para el aprendizaje, ya que, como es lógico, condicionará la práctica de su

enseñanza. Con objeto de conocer cuál puede ser el pensamiento del profesorado será conveniente revisar la literatura didáctica en lo que se refiere a su formación y, en particular, a las relaciones entre enseñanza e historia y epistemología de la química. A este respecto, es necesario tener en cuenta que el profesorado, durante su formación universitaria, no ha recibido instrucción en historia de la química, desconociendo, por tanto, el origen y la evolución de estos «jóvenes» conceptos. Asimismo, en un trabajo anterior, Furió y otros (1993) encontraron que la forma operativista con que se introduce el concepto de *mol*, sin ninguna aproximación a las ideas cualitativas que subyacen en aquél, desprovee de significado químico a esta unidad, resultando difícilmente comprensible para el alumnado. Esta forma de enseñar puede responder a una visión ateórica y aporética de la ciencia que, en este caso concreto, se traduce en tener como único referente principal y de forma descontextualizada el significado ideado por Ostwald para el mol. Así pues, suponemos como hipótesis que la mayoría del profesorado tendrá serias dificultades con los significados actuales de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*.

De esta hipótesis principal se pueden derivar tres consecuencias contrastables:

H.1. La magnitud *cantidad de sustancia* será prácticamente desconocida para la mayoría del profesorado. A este respecto es necesario tener en cuenta que la práctica docente utiliza el «número de moles» en su lugar y que, a menudo, se asocia con la idea genérica de «cantidad de materia» en su acepción particular de masa.

H.2. La enseñanza presenta visiones aporéticas y ahistóricas de los conceptos de *mol* y de *número de moles*.

H.3. La mayoría del profesorado identifica, equivocadamente, el mol con una «masa química» o con un «número de Avogadro» de entidades elementales. Estos dos supuestos son las dos posibilidades lógicas que se pueden dar al transformar las definiciones relacionales $n \propto m$ y $n \propto N$ en identidades.

DISEÑOS EXPERIMENTALES Y MUESTRAS UTILIZADOS

Para tener una visión general del diseño seguido, es importante resaltar que la investigación educativa suele emplear metodologías cualitativas y cuantitativas, elaborando diseños múltiples y convergentes para contrastar la validez de las hipótesis emitidas. Esto es, se prefiere una gran variedad de instrumentos que, al aplicarlos a pequeñas muestras, den resultados cuya convergencia es fundamental para falsar las hipótesis. En nuestro caso se ha seguido esta pauta y se han utilizado ocho diseños experimentales para contrastar las tres consecuencias anteriores. Así pues, se presentan brevemente en tres partes el conjunto de los diseños elaborados.

A. Los diseños 1, 2 y 3 tratan de detectar las ideas del profesorado sobre la magnitud *cantidad de sustancia*. Unas primeras ideas sobre el pensamiento del profesor se obtuvieron al entrevistar a un grupo de profesores en formación (diseño 1) respecto a qué entendían por *cantidad de sustancia*; más en concreto, viendo con qué atributo (masa, volumen o número de entidades elementales) asociaban su significado. Para ello, se empleó el mismo cuestionario de tres ítems que se había aplicado a estudiantes en un trabajo anterior (Furió et al., 1993). Recordamos que el objetivo de este cuestionario era saber como aquéllos comparaban «cantidades de sustancia» en porciones de sustancias elementales cuyos átomos se representaban mediante bolitas. En cada ítem se dibujaba una balanza en cuyos platillos había sendas porciones de sustancia y se preguntaba cuál de las dos tenía, por ejemplo, mayor cantidad de sustancia. Los tres ítems se habían construido de manera que, a través de su respuesta, se podía averiguar si el encuestado asociaba de manera coherente n con m , con V o con N o, por el contrario, si daba una contestación incoherente.

Tras esta primera aproximación se pasa a analizar en profundidad si se enseña o no este concepto (diseños 2 y 3).

Es opinión generalizada que los libros de texto han sido y continúan siendo el material curricular más utilizado para la enseñanza de las ciencias en todos los niveles educativos. Por ello nos ha parecido oportuno dedicar el diseño 2 a analizar cómo se introduce el concepto de *cantidad de sustancia* en los mismos. Asimismo, con objeto de profundizar en las ideas que sobre la enseñanza de la *cantidad de sustancia* tiene el profesorado, se ha ideado el diseño, 3 consistente en una entrevista estructurada (De Jong, 1996, anexo, pregunta 6).

B. Los diseños 4 y 5 tratan de contrastar si hay deficiencias epistemológicas en la enseñanza habitual del concepto de *mol*. En este sentido, el diseño 4 se plantea de nuevo el análisis de libros de texto para verificar la existencia o no de referencias que justifiquen la necesidad de introducir el concepto de *mol* (con relación a «contar entidades elementales») y de comentarios históricos sobre el origen y evolución de este concepto. El diseño 5 consiste en una encuesta y la inclusión de preguntas en la entrevista anterior sobre cuál sería un buen método para introducir el concepto de *mol*, si se tiene en cuenta el origen y evolución del mismo, así como el marco teórico en el que se introduce. En la entrevista se incluyeron las

Parte	Diseño	Objetivo	Instrumento	Tema
A	1	– Ver en qué medida los profesores en formación asocian n a la m o al V de una sustancia	– Cuestionario	– Concepto de <i>cantidad de sustancia</i>
	2	– Comprobar que no se introduce n , pero sí se introduce el <i>mol</i> y se calcula el <i>número de moles</i>	– Protocolo para el análisis de textos	– Concepto de <i>cantidad de sustancia</i>
	3	– Ver qué significado atribuye el profesorado en activo a la magnitud n	– Entrevista estructurada	– Concepto de <i>cantidad de sustancia</i>
B	4	– Comprobar que se hace una introducción aporoblemática y ahistórica del concepto de <i>mol</i> en los libros de texto	– Protocolo para el análisis de textos	– Concepto de <i>mol</i>
	5	– Comprobar si los profesores en activo tienen una visión aporoblemática y ahistórica del concepto de <i>mol</i>	– Cuestionario y entrevistas	– Concepto de <i>mol</i>
C	6	– Comprobar que en los libros de texto se confunde <i>mol</i> con <i>masa molar</i> o con <i>constante de Avogadro</i>	– Protocolo para el análisis de libros de texto	– Concepto de <i>mol</i>
	7	– Comprobar que el profesorado en activo confunde n con m o con N	– Cuestionario	– Concepto de <i>cantidad de sustancia</i> y <i>demol</i>
	8	– Comprobar el concepto de <i>mol</i> que tiene el profesorado	– Entrevista estructurada	– Concepto de <i>mol</i>

preguntas 2 y 5 con estos mismos objetivos (Anexo).

C. Si como prevemos existe una enseñanza no contextualizada teóricamente de estos conceptos, será plausible encontrar en el profesorado confusión en los significados de dichos conceptos. Así pues, en tercer lugar, hemos realizado otros tres diseños (6, 7 y 8) para corroborar la existencia de errores conceptuales en la enseñanza habitual de estos conceptos. En el primero (diseño 6), se analiza si hay errores conceptuales en la introducción del concepto de *mol* en los libros de texto. Asimismo, los diseños 7 y 8 tratan de averiguar el pensamiento del profesorado sobre dicho concepto, mediante un cuestionario (diseño 7) y la inclusión de la pregunta 3 en la entrevista estructurada (diseño 8) como puede comprobarse en el anexo.

Hemos resumido estos diseños en la tabla de la página anterior.

Por razones de espacio no ha sido posible presentar todos los diseños de forma detallada. Se presentan solamente aquéllos que hemos considerado ilustrativos del tipo de pruebas realizadas (Anexo).

A continuación pasamos a detallar las muestras utilizadas en la investigación:

– Todo el profesorado que ha participado era licenciado/a en ciencias químicas en un número total de 89, pertenecientes a diferentes zonas geográficas (País Vasco, Valencia y Valladolid). Para el diseño 1 se ha utilizado una muestra de profesores de enseñanza secundaria en formación (N = 36) porque pensábamos que estos profesores deberían mostrar más claramente las concepciones adquiridas durante su formación preuniversitaria y universitaria. Posteriormente utilizamos una muestra de profesores de ESO y bachillerato (N = 47) y profesores universitarios de química general de primer curso (N = 6), todos ellos en activo, con objeto de detectar sus ideas después de adquirir experiencia docente. También

fueron entrevistados 13 profesores de bachillerato y los 6 profesores universitarios. De acuerdo con las metodologías de investigación seleccionadas en cada caso, las muestras utilizadas son estadísticamente significativas (Cook y Reichardt, 1986; Cohen y Manion, 1990).

– La muestra de libros de texto empleada en los diseños 2, 4 y 6 constaba de 87 libros, distribuidos en 62 para el nivel de educación secundaria (16-17 años) y 25 de química general de secundaria (18 años) y primer curso universitario, todos ellos editados en el período 1976-96. Se utilizaron libros considerados de uso general en la enseñanza de la química en educación secundaria y en la universidad. Muchos de los libros fueron sugeridos por los propios profesores y otros son traducciones del inglés de libros de reconocido prestigio internacional en el ámbito universitario.

En todos los diseños, la dificultad de las preguntas, los objetivos perseguidos con cada ítem y el análisis de resultados fueron validados por tres investigadores que actuaron de expertos como colaboradores externos.

PRESENTACIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

Los resultados obtenidos al aplicar los diseños experimentales descritos en el apartado anterior se presentan desglosados en tres apartados. En el primero de ellos se muestran los resultados correspondientes a los tres primeros diseños en relación con las ideas del profesorado sobre la magnitud *cantidad de sustancia*. En el segundo apartado aparecen los resultados referentes a la introducción aporreada y ahistórica del concepto de *mol* (correspondientes a los diseños 4 y 5). Finalmente, en el tercer apartado, aparecen los resultados en relación con errores conceptuales del profesorado sobre los conceptos de *mol* y de *cantidad de sustancia* (correspondientes a los diseños 6, 7 y 8).

Tabla I
El profesorado en formación tiene una idea confusa sobre la magnitud *cantidad de sustancia* (N = 36).

SIGNIFICADO ATRIBUIDO A <i>n</i>	Porcentaje (%)	(sd)
– Como número de átomos	44,4	(8,3)
– Como masa	38,9	(8,1)
– Como volumen	5,5	(3,8)
– No responde	5,5	(3,8)
– Respuestas incodificables	5,5	(3,8)

La magnitud *cantidad de sustancia* tiene una dudosa existencia en la enseñanza de la química

Los resultados obtenidos al aplicar el cuestionario (anteriormente descrito) a la muestra indicada en el diseño 1 se presentan en la tabla I.

A la vista de los resultados obtenidos, la concepción cualitativa atomista de *cantidad de sustancia* es del 44,4 % y las no atomistas (como masa y como volumen) tienen en total un resultado semejante. Esto tiene un particular interés, porque nos muestra que aproximadamente el 50 % del profesorado en formación no asocia cualitativamente la magnitud *cantidad de sustancia* con número de partículas, lo cual es síntoma de la existencia de problemas en su significado. En cuanto al otro 50 %, conviene matizar que una vez adquirida esta primera idea cualitativa en la que se relaciona *n* con la cantidad de entidades elementales *N*, existe el peligro de que se identifiquen, como ya se ha indicado anteriormente. Veamos en qué medida son coherentes estos resultados con los del análisis de textos.

Los resultados obtenidos en el análisis de textos propuesto en el diseño 2 se muestran en la tabla II. En ellos se pone claramente de manifiesto (ítem 1) que la magnitud *cantidad de sustancia* apenas es considerada en los

textos de enseñanza de la química en todo el período analizado, si bien en la década 1986-96 se aprecia una ligera evolución positiva al respecto. Esta cuestión queda confirmada si tenemos en cuenta que en los textos ni se pregunta explícitamente por la cantidad de sustancia a lo largo de, por ejemplo, la estequiometría, ni es considerada como tema de evaluación al final del capítulo. Tal como muestran los resultados obtenidos en el ítem 2, la mayoría de los textos (prácticamente la totalidad en la última década) contienen actividades que hacen referencia al cálculo del llamado *número de moles*, expresión inadecuada, como anteriormente hemos puesto de manifiesto. Pero tal como se observa en el ítem 3, esto no significa que aquella idea se identifique de manera explícita con la magnitud *cantidad de sustancia*, pues sólo el 13,8 % de los textos de los últimos veintidós años lo hace. En definitiva, el análisis del contenido de los textos analizados nos confirma que la magnitud *cantidad de sustancia* no es tratada en ellos.

Para ver más cualitativamente a qué se debe esta ausencia se ha aplicado el diseño 3 que consta de una entrevista estructurada dirigida al profesorado. A continuación se muestran algunos ejemplos literales de las respuestas obtenidas al cuestionar a profesores de química sobre el significado de la magnitud *cantidad de sustancia* (Anexo, pregunta 6).

Tabla II
La magnitud fundamental *cantidad de sustancia* no se considera objeto de enseñanza en los textos de química.

Ítem	Contenido proposicional	Porcentaje de valoraciones (%)					
		Período 1976-85 (N = 41)	(sd)	Período 1986-96 (N = 46)	(sd)	1976-96 TOTAL (N = 87)	(sd)
1	La magnitud <i>cantidad de sustancia</i> no se introduce de forma explícita en el texto, no aparecen preguntas sobre su significado. En el texto no se plantean preguntas, cuestiones, ejercicios o actividades sobre dicho concepto.	100,0	(-)	91,3	(4,1)	95,4	(2,2)
2	Los textos plantean cuestiones, preguntas, ejercicios o actividades en los que se pide por el cálculo del <i>número de moles</i> .	68,3	(7,3)	97,8	(2,2)	83,9	(3,9)
3	El <i>número de moles</i> no se identifica explícitamente con la <i>cantidad de sustancia</i> .	100,0	(-)	73,9	(6,5)	86,2	(3,7)

Pregunta 6. En ciencia es normal que cada magnitud tenga definida su unidad mediante convenio y aceptación universal. En este caso, el *mol*, sabemos que es una unidad de la magnitud *cantidad de sustancia*. ¿Cuál piensas que es el significado de este magnitud?

Ejemplo 1 (Itziar, profesora de universidad)

01 Entrevistador: En la definición oficial de la IUPAC se dice que el mol es la unidad de la
02 magnitud *cantidad de sustancia*... ¿Cuál piensas que es su significado? ... el

03 significado de *cantidad de sustancia*...
 04 Itziar: Pero... cuando se refiere a cantidad de sustancia parece que se está refiriendo a masa de
 05 sustancia... a tantos gramos... a tanta masa de sustancia... para mí se refiere, cantidad,
 06 a tantos gramos de sustancia.

Ejemplo 2 (Esther, profesora de bachillerato)

01 Esther: El mol como cantidad de sustancia, lo hago similar a una cucharada de harina para la
 02 formación de un pastel, para que ellos también tengan una visión un poco concreta de
 03 lo que es un mol... o sea que, cuando yo establezco, por ejemplo, una reacción
 04 sencillita como la obtención del clorhídrido... aquí la igualamos porque hay que tener
 05 una cantidad de masa en un lado y en el otro igual... entonces un mol de cloro es
 06 como si necesitáramos una cucharada de cloro y esta cucharada de cloro necesita otra
 07 cucharada de... para obtener... y ahí introduzco el mol como la cantidad de sustancia...
 08 cucharada entendido como mol, como cantidad de sustancia...
 09 Entrevistador: ¿Y ellos qué entienden por *cantidad*?
 10 Esther: No se lo he preguntado, lo daba por hecho... como algo de un producto, como
 11 una cierta... como una cantidad de masa.

Tal como puede observarse en los dos ejemplos anteriores, la magnitud *cantidad de sustancia* se identifica con *masa* (líneas 4, 5 y 6 del ejemplo 1 y línea 11 del ejemplo 2).

Como ejemplos que corroboran los resultados anteriores se exponen las contestaciones de dos profesores/as a la segunda parte de la pregunta 6 (Anexo).

Pregunta 6 (continuación). ¿Cuál es tu opinión respecto a la no-aparición de esta magnitud en los textos de química de cualquier nivel educativo?

Ejemplo 1 (Rafa, profesor de bachillerato)

01 Rafa: Yo no lo he visto tampoco así... A mí me parece bien que no aparezca. Yo es que no lo necesito *como*
 02 *unidad para medir algo*.

Ejemplo 2 (Ana, profesora de universidad)

01 Ana: Cantidad de sustancia interpreto que es... como tú dices (en la definición de la
 02 cuestión anterior)... se elige una cantidad de sustancia equivalente a su peso molecular
 03 expresado en gramos... la cantidad de materia, ¿no? Te pregunto yo, ¿eh?
 04 Entrevistador: Por ejemplo... con otras magnitudes no hay tanta duda... por ejemplo, si se busca
 05 cuál es la magnitud cuya unidad es el kilogramo se dice: es la masa. Pero, ¿cuál es
 06 la magnitud cuya unidad es el mol?... porque el mol es una unidad. Según la IUPAC
 07 es la unidad de esta magnitud *cantidad de sustancia*...
 08 Ana: Pero, en resumidas cuentas, sería el peso molecular en gramos ¿no? Una determinada
 09 cantidad de sustancia es el mol, ¿no?... bueno como el kilogramo, en realidad. Cuando
 10 estás midiendo algo con relación a... ahí lo que tomas como unidad
 11 es lo que pesa el átomo de carbono... la molécula-gramo de carbono, ¿no?... a eso le
 12 dices que vale doce gramos y eso es lo que tomas como referencia, ¿no?

En el ejemplo 1 se elude la introducción de la magnitud *cantidad de sustancia* «porque no se necesita» y en el ejemplo 2 se identifica *cantidad de sustancia* con *cantidad de materia* (masa) –línea 3– y se define el mol como lo hizo Ostwald (línea 8).

Visiones problemáticas y ahistóricas en la introducción del concepto de *mol* y de *cantidad de sustancia*

Como se ha visto, la enseñanza de la química parece olvidar la introducción de la *cantidad de sustancia*, cosa

que no ocurre con el mol. Cabe, pues, preguntarse si aquel olvido del profesorado estará relacionado de alguna manera con el desconocimiento, por una parte, del problema que intenta resolver la magnitud *n* y su unidad el mol y, por otra, del contexto sociohistórico en el que se construyó originalmente el concepto de *mol* y su posterior evolución. Si esto es así, cuando se enseñe el mol se presentarán estas visiones aporéticas y ahísticas de la actividad científica (Gil, 1993). Recordamos que éste será el objetivo principal de los diseos 4 y 5.

En la tabla III se muestran los resultados obtenidos en relación con la introducción del concepto de *mol* en la muestra de libros de texto descrita anteriormente (diseo 4).

Tal como se muestra en la tabla anterior, solamente un tercio de los 87 textos analizados hace referencia al tipo de problema general que trata de resolver la introducción del concepto de *mol* (en relación con «contar entidades elementales») y apenas hay comentarios históricos sobre aspectos relacionados con el origen y la evolución de dicho concepto.

Tabla III
La introducción del concepto de *mol* en los libros de texto pone de manifiesto visiones aporéticas y ahísticas de las construcciones científicas.

Ítem	Contenido proposicional	Porcentaje de valoraciones (%)	
		1976-96 TOTAL (N = 87)	(sd)
1	Se explicita cuál es el problema general que trata de resolver el concepto de <i>mol</i> .	31,0	(5,0)
2	Se hacen comentarios históricos de la definición original o de la evolución experimentada por el concepto de <i>mol</i> .	1,1	(1,1)

Por lo que respecta al diseo 5, en la tabla IV se incluyen los resultados obtenidos al preguntar a un grupo de profesores (N=34) cuál sería un buen método para introducir el concepto de *mol*.

Los resultados obtenidos son convergentes con los encontrados en el análisis de textos y permiten afirmar que una minoría del profesorado se refiere a la necesidad de plantear cuál es el problema que viene a resolver el

Tabla IV
Deficiencias epistemológicas y didácticas en la introducción del concepto de *mol*
Porcentaje de valoraciones (N = 34).

Contenido proposicional	%	(sd)
No se indica cuál es el problema que pretende resolver la introducción del concepto de <i>mol</i> o a qué obedece la necesidad o la utilidad de su introducción.	88,2	(5,5)
No se hace ningún comentario histórico.	100,0	(-)
No se hace ningún tipo de aproximación cualitativa al concepto, antes de su <i>definición operativa</i> .	82,4	(6,5)
No se considera que la construcción del concepto <i>cantidad de sustancia</i> se facilita relacionándolo con la masa y con la masa relativa de la entidad elemental.	88,2	(5,5)
No se considera que la construcción del concepto <i>cantidad de sustancia</i> se facilita relacionándolo con el número de entidades elementales.	88,2	(5,5)

concepto de *mol*. Asimismo son claramente minoritarias las referencias a aproximaciones cualitativas al concepto antes de su introducción operativa. Por otra parte, también es muy escaso el porcentaje del profesorado encuestado que, a la hora de introducir el concepto, tiene en cuenta la necesidad de establecer relaciones entre la masa o el número de entidades elementales con la *cantidad de sustancia*, de cara a facilitar la operación de

contar partículas. Tampoco aparecen referencias a la historia de la química.

Finalmente se presentan resultados obtenidos en el diseño 5 donde se entrevistó a 19 profesores sobre los aspectos a tener en cuenta en la introducción del concepto de *mol* en el aula. Veamos algunas ejemplificaciones de las respuestas obtenidas:

¿Qué aspectos consideras que sería conveniente que el profesor/a tuviera presentes a la hora de iniciar la introducción del concepto de *mol* en el aula?

1. Ejemplo de estrategia «aplicacionista» en la introducción de conceptos.

- 01 Primeramente lo que hay que hacer es explicar lo que es un mol; bueno, pues lo que se hace, ¿no?: el
- 02 mol de un átomo, el átomo-gramo, el mol de la molécula y luego ya, una vez que se ha explicado el mol
- 03 de un átomo, el átomo-gramo, el mol de la molécula, pasar un poco a cuando se combinan en una
- 04 determinada reacción... (Itziar, profesora universitaria).

2. Ejemplo de estrategia en la que se pone énfasis en los prerequisites necesarios para comprender el concepto de *mol*.

- 01 Pues que tuviesen dominado todo lo anterior, que tuviesen una buena base de formulación de compuestos
- 02 inorgánicos sencillos, que entiendan muy bien lo que es el átomo, la molécula, la estructura de la materia,
- 03 las sustancias simples, compuestas, las mezclas. Si eso está bien claro, yo creo que hablar de número de
- 04 partículas, hablar de cantidad de sustancia es más sencillo. Entonces, habría que ver que todo eso estuviese
- 05 claro... (Rafa, profesor de bachillerato).

En las respuestas obtenidas en el ítem anterior, es de destacar que en ningún caso se pone de manifiesto la necesidad de tener en cuenta otras consideraciones, tales como la justificación que se puede dar a los estudiantes para tener que introducir el concepto de *mol*, la utilidad del concepto, la aproximación cualitativa, los aspectos motivacionales, etc., al margen de los prerequisites conceptuales «que han de saber los estudiantes». Por otra parte, de los seis profesores de universidad entrevistados, tres consideran que los estudiantes ya conocen el

concepto de *mol*, por lo que no se plantean la forma de introducirlo y pasan directamente a su aplicación mediante los cálculos oportunos.

Asimismo, al preguntar al profesorado sobre el conocimiento del origen histórico o de la evolución del concepto de *mol*, ninguno de los profesores entrevistados respondió de modo afirmativo. A continuación presentamos algunas de las respuestas obtenidas:

Pregunta 5. ¿Conoces algo sobre el origen histórico del concepto de *mol* o sobre su evolución? En caso afirmativo, coméntalo.

Ejemplo 1 (Isabel, profesora de bachillerato)

- 01 Sobre el origen histórico no tengo mucho conocimiento.

Ejemplo 2 (Elena, profesora de universidad)

- 01 La verdad es que no. No me he parado a estudiarlo.

Errores del profesorado sobre el concepto de *mol*

El desconocimiento de la historia y la epistemología de la química en el profesorado puede dar lugar a deficiencias en el significado de los conceptos y, como en este caso, llegar a realizar transposiciones equivocadas. Los últimos diseños (6, 7 y 8) tienen como finalidad detectar la existencia de errores en la presentación del concepto de *mol*.

En la tabla V se muestran los resultados obtenidos en el análisis de textos respecto al significado atribuido al concepto de *mol* (diseño 6). Tal como se muestra en dicha tabla, se ha encontrado que al concepto de *mol* se le atribuyen mayoritariamente (72,4 % de los textos analizados), de modo equivocado, significados de masa química o de número de entidades elementales. A continuación se presentan transcripciones literales de textos recientes sobre los contenidos anteriores:

Tabla V

En los libros de texto se introduce el concepto de *mol*, atribuyéndole, equivocadamente, significados de masa química o de número de entidades elementales.

Ítem	Contenido proposicional	Porcentaje de valoraciones	
		1976-96 TOTAL (N = 87)	(sd)
1	Al concepto de <i>mol</i> se le atribuye un significado de masa.	50,6	(5,4)
2	Al concepto de <i>mol</i> se le atribuye un significado de número de entidades elementales.	21,8	(4,4)

«El mol se utiliza en química como unidad fundamental de cantidad de materia [...] 1 mol de átomos de Na = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos; 1 mol de moléculas de NO_2 = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas [...]» (Física y Química, 2º BUP, 1987).

«Un mol de moléculas o de átomos es la cantidad de sustancia, expresada en gramos, que contiene $6,10^{23}$ moléculas o átomos. Esa cantidad coincide con la masa molecular o atómica de la sustancia.» (Ciencias de la Naturaleza, 3º ESO, 1995)

Otro dato que viene a avalar la consistencia de los resultados obtenidos es la constatación de que también se mantienen estas confusiones, respecto a la definición de *mol*, en autores y publicaciones de reconocido prestigio. Veamos una muestra de ello en algunas publicaciones de la última década:

– En la obra *McGraw Hill Encyclopedia of Science and Technology*. Volume 11 (1987):

«Mol es la masa (en gramos) numéricamente igual a la masa molecular relativa de una sustancia. Es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de moléculas que átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12. El mol es una unidad individual de masa, que se refiere solamente a una sustancia dada. Si la masa molecular relativa es μ , 1 mol = μ gramos, y la masa molar (M) de un mol es μ g/mol.» (Waddington, p. 306)

– En la obra *General Chemistry with Qualitative Analysis* (1987):

«Un término que casi es sinónimo con el número de Avogadro es el mol (abreviadamente mol) [...] definimos un mol de un elemento como número de Avogadro de átomos.» (Petrucci y Wismer, p. 46 y 51)

– En la obra *The New Encyclopædia Britannica* (1990, 15a. ed.):

«Por ejemplo, puesto que el peso molecular del oxígeno es 31,9988, un mol de oxígeno es igual que 31,9988 gramos.» (Goetz et al., 8: 230: 3a)

«Como la masa (de una molécula) no es directamente medible, se requieren otras formas de determinar el peso molecular, y se ha construido una escala de valores relativos en torno al concepto de *mol* (p.e., la cantidad de una sustancia, en gramos, que corresponde a la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que forman la molécula [...])» (Goetz et al., 24: 267: 2b)

«Estas cantidades –H o un gramo de átomos de hidrógeno; H_2 o dos gramos de moléculas de hidrógeno; H_2O , o 18 grâmos de moléculas de agua; Fe o 56 (aproximadamente) gramos de átomos de hierro; S o 32 gramos de átomos de azufre– son llamadas *moles de estas sustancias*.» (Goetz et al., 15: 1039: 2b)

Los resultados obtenidos al cuestionar a una muestra de 47 profesores sobre cómo se debería definir el concepto de *mol* (diseño 7) aparecen en la tabla VI.

Los resultados anteriores muestran una situación preocupante en lo que respecta a los significados atribuidos al concepto de *mol*: sólo un 10,6 % lo identifica con la unidad de la magnitud *cantidad de sustancia*.

A continuación se indica un ejemplo de respuesta de cada categoría dada por profesores al significado de *mol*:

– «Como unidad de masa química» (Ana, profesora de educación secundaria).

– «Como el número de Avogadro de átomos, moléculas, iones, etc.» (Fernando, profesor de educación secundaria).

– «Como unidad de cantidad de sustancia» (Marian, profesora de educación secundaria).

Al comparar estos resultados con los obtenidos a través del análisis de textos respecto al mismo contenido proposicional, podemos comprobar que en ambas muestras el total de identificaciones erróneas (como masa y como número de entidades elementales) son claramente mayoritarias (72,4 % en los textos y 89,4 % en las encuestas).

Tabla VI

El profesorado atribuye al concepto de *mol* un significado erróneo de masa o de número de entidades elementales (N = 47).

Contenido proposicional	Porcentaje de valoración	
	%	(sd)
Significado de masa	23,4	(6,2)
Significado de número de entidades elementales	66,0	(6,9)
Significado de unidad de cantidad de sustancia	10,6	(4,5)

Finalmente se presentan los resultados obtenidos, en la entrevista anteriormente descrita, al cuestionar sobre si son o no adecuadas para enseñarlas a los estudiantes dos

definiciones prototípicas de *mol* extraídas de la bibliografía (diseño 8). Veamos algunas ejemplificaciones de las respuestas obtenidas:

A continuación se dan dos definiciones del concepto de *mol*, extraídas de la bibliografía actual, para que las valores y las comentes si las consideras adecuadas para enseñar a a tus estudiantes:

- «El mol es la masa (en gramos) numéricamente igual a la masa molecular relativa de una sustancia.» (Waddington, 1987, *McGraw-Hill Encyclopedia of Science and Technology*, Volume 11).
- «[...] definimos un mol de un elemento como número de Avogadro de átomos.» (Petrucci y Wisner, 1987, *General Chemistry with Qualitative Analysis*).

Respuesta que identifica el mol con una masa (*m*)

Ejemplo 1 (Kepa, profesor de universidad)

- 01 Para mí la segunda definición, en principio al menos, no me parece adecuada para introducción. La otra
- 02 me parece más adecuada.

Respuesta que identifica el mol con un número de entidades elementales (*N*)

Ejemplo 2 (Isabel, profesora de bachillerato)

- 01 A mí me parece más sencillo que el mol es un número de partículas, adoptado para todos igual y que,
- 02 como las partículas, guardan una proporción de masa distinta de unas a otras, pues también la masa de un
- 03 mol guarda esa misma proporción de una sustancia a otra y el mol es un número de partículas, sean
- 04 átomos, sean moléculas o...

Respuesta que identifica el mol con *m* y con *N*

Ejemplo 3 (José, profesor de bachillerato)

- 01 Las dos están bien, como otras que se dan; por ejemplo: la definición del SI.

Los resultados anteriores ponen de manifiesto la existencia de concepciones equivocadas sobre el significado atribuido al concepto de *mol*, identificándolo con masa (línea 2 del ejemplo 1) o con número de entidades

elementales (línea 1 de los ejemplos 2 y 3). Estos resultados también son coherentes con los ya descritos para el análisis de textos y las encuestas.

CONCLUSIONES Y PERSPECTIVAS

A partir de los resultados obtenidos, y de acuerdo con la opinión generalmente aceptada en didáctica de las ciencias, se puede decir que la comprensión de un concepto por parte del profesorado es condición necesaria, aunque no suficiente, para realizar una enseñanza adecuada del mismo. En este sentido, los resultados obtenidos ponen de manifiesto que se realizan transposiciones didácticas inadecuadas del concepto de *mol*, al incorporar inicialmente el significado equivalentista original atribuido por Ostwald a comienzos del siglo xx (50,6 % en los libros de texto y 23,4 % en las encuestas al profesorado), sin tener en cuenta el cambio de significado producido al consolidarse la teoría atómico-molecular como cuerpo teórico básico de la química moderna. Asimismo, el profesorado de química encuestado tiene una idea confusa sobre el concepto de *cantidad de sustancia* (Tabla I), identificándolo con masa (38,9 %) o con número de entidades elementales (44,4 %). Esta situación es coherente con la introducción del concepto de *mol* que se realiza en la mayoría de los textos de química atribuyéndole equivocadamente significados de masa química (50,6 % en la tabla V) o de número de entidades elementales (21,8 % en la tabla V). Estas visiones erróneas también se presentan en autores y publicaciones de reconocido prestigio, lo que es indicativo de la extensión y gravedad del problema.

Por otra parte, en la introducción del concepto de *mol* en las programaciones de la enseñanza habitual (Tabla IV), se transmiten visiones aporramáticas y ahistóricas del trabajo científico, dando lugar a graves deficiencias epistemológicas que, unidas a la rápida presentación de su definición operativa pueden ser las causas principales del escaso aprendizaje significativo logrado por los estudiantes.

Tal y como se ha constatado a través del análisis de textos, las encuestas y las entrevistas al profesorado, el problema didáctico aquí planteado trasciende el nivel de la química de educación secundaria, incluyendo también el ámbito universitario, por lo que sería muy conveniente promover investigaciones en torno al tema en las facultades de química. Creemos que este aspecto tiene

enorme interés de cara a la formación inicial y continua del profesorado.

Otro aspecto a destacar tiene relación con la propia denominación de la magnitud *cantidad de sustancia*. Actualmente persiste el debate en torno al término utilizado para referirse a esta magnitud y muchas voces claman por modificar dicha denominación. Aunque la IUPAC, con objeto de ofrecer una expresión más adecuada, ha asumido recientemente (Mills et al., 1993) la denominación alternativa *cantidad química*, nosotros creemos que la palabra *cantidad* sigue teniendo un significado asociado a número, que puede dificultar su interpretación como magnitud. Es de prever que la discusión y debate sobre el tema, así como la consiguiente asunción, por parte del profesorado del significado atribuido por la comunidad científica a esta magnitud, faciliten, a medio plazo, la propuesta de una denominación más clara y concisa en relación con su auténtico significado, que permita referirse a ella sin ambigüedades. De todas maneras, creemos que el problema más grave no reside en la denominación que actualmente tiene esta magnitud, sino en la adquisición por el profesorado de su auténtico significado en relación con la operación a nivel macroscópico de contar partículas, tal y como se ha mostrado en este trabajo. Como indica Gabel (1998), la investigación en la enseñanza de la química se ha preocupado durante los últimos diez años de analizar la comprensión de la representación de la materia en los niveles simbólico, macroscópico y microscópico. Ahora bien, la práctica docente durante este tiempo se ha ocupado fundamentalmente del nivel simbólico olvidando el nivel macroscópico y, por supuesto, olvidando las relaciones entre los niveles macroscópico y microscópico de representación de la materia. Es, pues, lógico que aparezcan dificultades en la enseñanza y el aprendizaje de la *cantidad de sustancia*, ya que su invención como magnitud macroscópica se debe precisamente a su relación directa con el nivel de representación microscópica de las sustancias químicas. La solución a estas dificultades ha de partir necesariamente del propio profesorado y para ello se requiere su participación directa en la investigación didáctica y, en particular, en aquella preocupada por comprender y mejorar los conceptos científicos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- AZCONA, R. (1997a). Origen y evolución de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*. Implicaciones en la enseñanza de la química. *Aspectos Didácticos de Física y Química*, 7. Zaragoza: Universidad de Zaragoza.
- AZCONA, R. (1997b). *Análisis crítico de la enseñanza-aprendizaje de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. Una alternativa didáctica basada en el aprendizaje por investigación*. Tesis doctoral. San Sebastián: Universidad del País Vasco.

BROCK, W.H. (1967). *The Atomic Debates. Brodie and the Rejection of the Atomic Theory*. Gran Bretaña: Leicester University Press.

COHEN, L. y MANION, L. (1990). *Métodos de investigación Educativa*. Madrid: La Muralla.

COOK, T.O. y REICHARDT, J. (1986). *Métodos cualitativos y cuantitativos de investigación educativa*. Madrid: Morata.

- DEJONG, O. (1996). La investigación activa como herramienta para mejorar la enseñanza de la química: nuevos enfoques. *Enseñanza de las Ciencias*, 14(3), pp. 279-288.
- DIERKS, W. (1981). Teaching the mole. *European Journal of Science Education*, 3, pp. 145-148.
- DORI, Y.J. y HAMEIRI, M. (1998). The «Mole Environment» studyware: applying multidimensional analysis to quantitative chemistry problems. *International Journal of Science Education*, 20(3), pp. 317-333.
- FURIÓ, C., AZCONA, R., GUIASOLA, G. y MUJICA, E. (1993). Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud «olvidada» en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(2), pp. 107-114.
- FURIÓ, C. y GUIASOLA, J. (1998). Difficulties in Learning the Concept of Electric Field. *Science Education*, 82(4), pp. 511-526.
- GABEL, D.L. y BUNCE, D.M. (1994). *Handbook of Research on Science Teaching and Learning. Research on problem solving: Chemistry*. Nueva York: MacMillan Publishing Company.
- GABEL, D.L. (1998). The complexity of chemistry and implications for teaching, en Fraser, B. y Tobin, K. (eds.). *International Handbook of Science Education*. Londres: Kluwer.
- GIL, D. (1993). Contribución de la historia y filosofía de las ciencias al desarrollo de un modelo de enseñanza- aprendizaje como investigación. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(2), pp. 197-212.
- GOETZ, P.W. (1990). *The New Encyclopædia Britannica*. 15a. edición.
- GUGGENHEIM, E.A. (1986). *Thermodynamics. An advanced treatment for chemists and physicists*. Amsterdam: North Holland Physics Publishing.
- HUDSON, J. (1992). *The History of Chemistry*. Londres: MacMillan.
- KNIGHT, D.M. (1968). *Classical scientific papers. Chemistry*. Londres: Mills & Boon Limited.
- KUHN, T. (1962). *The structure of scientific revolutions*. Chicago: University of Chicago Press.
- LAZONBY, J.N., MORRIS, J.E. y WADDINGTON, D.J. (1982). The muddlesome mole. *Education in Chemistry*, 19, pp. 109-111.
- LEICESTER, H.W. (1967). *Panorama histórico de la química*. Madrid: Alhambra.
- MILLS, I.M., CVITAS, T., HOMANN, K, KALLAY, N. y KUCHITSU, K. (1993). IUPAC, *Quantities, units and symbols in physical chemistry*. Oxford: Blackwell.
- NELSON, P.G. (1991). The elusive mole. *Education in Chemistry*, 28, pp. 103-104.
- OSTWALD, W. (1900). *Grundlinien der Anorganischen Chemie*. Leipzig: W. Engelmann.
- OSTWALD, W. (1902). *The principles of Inorganic Chemistry*. Londres: MacMillan and Co. Limited.
- OSTWALD, W. (1904). *Elements de Chemie Inorganique*. Paris: Gauthier-Villars Imprimeur-Libraire.
- OSTWALD, W. (1917). *Química inorgánica fundamental y descriptiva*. Barcelona: Manuel Marín Editor.
- OSTWALD, G. (1930). *La escuela de química*. Barcelona: Gustavo Gili.
- PETRUCCI, R.H. y WISMER, R.K. (1987). *General Chemistry with Qualitative Analysis*. Nueva York: Macmillan Publishing Company.
- SCHMIDT, H. J. (1990). Secondary School students' strategies in stoichiometry. *International Journal of Science Education*, 12(4), pp. 457-471.
- SCHMIDT, H.J. (1994). Stoichiometry problem solving in high school Chemistry. *International Journal of Science Education*, 16(2), pp. 191-200.
- STAVER, J.R. y LUMPE, A.T. (1993). A content analysis of the presentation of the mole conception in Chemistry textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 30, pp. 321-337.
- STRÖMDAHL, H., TULBERG, A. y LYBECK, L. (1994). The qualitatively different conceptions of 1 mol. *International Journal of Science Education*, 16, pp. 17-26.
- THUILLIER, P. (1990). *De Arquímedes a Einstein. Las caras de la invención científica*. Vol. 2. Madrid: Alianza Editorial.
- TOULMIN, S. (1972). *Human understanding: The collective use and evolutions of concepts*. Princeton: Princeton University Press.
- TULLBERG, A., STRÖMDAHL, H. y LYBECK, L. (1994). Students' conceptions of 1 mol and educators' conceptions of how they teach «the mole». *International Journal of Science Education*, 16, pp. 145-156.
- WADDINGTON, T.C. (1987). *Mole (Chemistry)*. McGraw-Hill Encyclopedia of Science and Technology. Vol. 11. Nueva York: McGraw-Hill Book Company.

[Artículo recibido en junio de 1998 y aceptado en mayo de 1999.]

ANEXO

ENTREVISTA ESTRUCTURADA PARA INVESTIGAR LAS ESTRATEGIAS
DE ENSEÑANZA UTILIZADAS POR EL PROFESORADO

ENTREVISTA: ¿CÓMO ENSEÑAR EL CONCEPTO DE *MOL*?

El objeto de esta entrevista es profundizar en algunas de las opiniones recogidas en la encuesta previa. Vamos a suponer que se desea enseñar el concepto de *mol* en un curso de bachillerato o COU y que, para ello, se ha dividido esta enseñanza en tres fases: una de iniciación al concepto, otra de introducción del mol y una tercera de aplicación de dicho concepto. Las cuestiones que se plantean son las siguientes:

Fase de preparación antes de introducir el concepto

Pregunta 1. ¿En qué contexto químico (parte de la química) sería mejor introducir el concepto de *mol*?

Pregunta 2. ¿Qué aspectos consideras que sería conveniente que el profesor/a tuviera presentes a la hora de iniciar la introducción del concepto en el aula?

Pregunta 2.1. ¿Cómo se puede motivar al alumnado hacia el aprendizaje de este concepto?

Pregunta 2.2. ¿Cuál es la justificación que se puede dar a los alumnos para tener que introducir el concepto de *mol*? ¿Para qué sirve este concepto?

Pregunta 2.3. ¿Con qué conceptos previos debe estar familiarizado el alumnado antes de introducir el concepto de *mol*?

Fase de introducción, propiamente dicha, de este concepto

Pregunta 3. A continuación se dan dos definiciones del concepto de *mol*, extraídas de la bibliografía actual, para que las valores y las comentes si las consideras adecuadas para enseñar a tus estudiantes:

– «El mol es la masa (en gramos) numéricamente igual a la masa molecular relativa de una sustancia.» (Waddington, 1987, McGraw-Hill Encyclopedia of Science and Technology, Vol. 11)

– «[...] definimos un mol de un elemento como número de Avogadro de átomos.» (Petrucci y Wismer, 1987, General Chemistry with Qualitative Analysis)

Pregunta 4. ¿Cómo introduces en clase el concepto de *mol*?

Pregunta 5. ¿Conoces algo sobre el origen histórico del concepto de *mol* o sobre su evolución? En caso afirmativo, coméntalo.

Pregunta 6. En ciencia es normal que cada magnitud tenga definida su unidad mediante convenio y aceptación universal. En este caso, el mol sabemos que es una unidad de la magnitud *cantidad de sustancia*. ¿Cuál piensas que es su significado? ¿Cuál es tu opinión sobre la no-aparición de esta magnitud en los textos de química de cualquier nivel educativo?

Pregunta 7. Para el cálculo del número de moles, ¿qué relaciones empleas en clase? Señala cuáles son, en tu opinión, las más difíciles para los estudiantes.

Fase de aplicación del concepto

Pregunta 8. ¿Qué aspectos del concepto de *mol* y de la determinación del número de moles crees que necesariamente deben figurar en una evaluación de su aprendizaje?

Pregunta 9. ¿En qué situaciones particulares (relaciones ponderales y volumétricas en reacciones químicas, obtención de fórmulas empíricas, determinación de fórmulas moleculares en gases...) utilizas más frecuentemente el concepto de *mol* o el *cálculo del número de moles*?